

Deuxième Partie :
constituants de la
matière

Unité 4

4 H

خوذج الذرة

Le modèle de l'atome

بِسْمِ اللّٰهِ الرَّحْمٰنِ الرَّحِيْمِ
اللّٰهُمَّ احْلِلْنِي مِنْ رُّحْمَتِكَ

Tronc Commun
Chimie

I – L'évolution historique du modèle de l'atome:

1 – Activité :

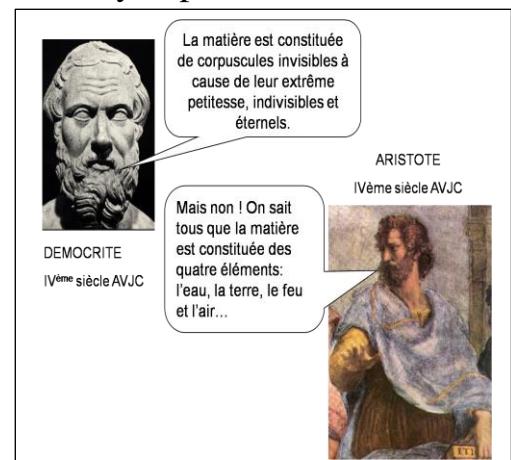
Dès l'Antiquité, les premiers "scientifiques" grecs croyaient que la matière était constituée de quatre éléments : la **terre**, l'**air**, l'**eau** et le **feu**. Cette théorie **quoique simple** était le résultat d'**observations** de philosophes tels que **Thalès** et **Empédocle** lors de la **combustion** d'un morceau de **bois** « pendant la combustion, il y a production de **fumée** (air), de **vapeur d'eau** (eau) et de **cendre** (terre) ».

La **théorie atomique** la plus originale de l'époque fut proposée au V^e siècle Avant la naissance de Jésus par **Démocrite**. Ce savant philosophe énonça que la matière était constituée des particules **infiniment petites** et **indivisibles** appelées *atomos*. Entre ces particules existait un **espace vide** : la matière était donc **discontinue**. **Démocrite** n'étant pas un philosophe **très populaire** en son temps, sa théorie ne trouva aucun appui et elle fut donc **rejetée** au profit d'une théorie de la **continuité** de la matière proposée par **Aristote**.

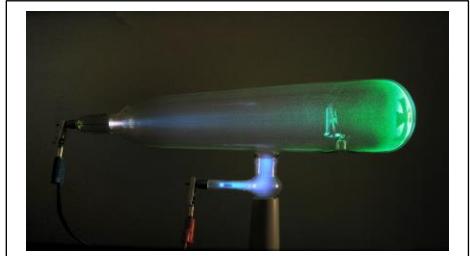
Aristote s'appuyait sur le concept des **quatre éléments** de base de **Thalès** et affirmait que les atomos **ne pouvaient exister** puisquels sont invisibles à ses yeux. La **conception aristotélicienne** de la matière reçut l'appui des **religieux** de l'époque et traversa les siècles qui suivirent jusqu'au 18^{ème} Vers le **15^e siècle**, des savants commencèrent à progresser dans la connaissance de la matière et à mettre en **doute** les concepts aristotéliciens du monde et de la matière.

Lorsqu'en 1803 le chimiste britannique **John Dalton** (1766-1844) étudia les **réactions chimiques**, il fonda sa théorie sur l'existence de petites particules insécables, les **atomes**. La **théorie atomique de Dalton** ne fut pas **acceptée** tout de suite dans la communauté scientifique. Elle ne découlait pas d'une **observation expérimentale directe** comme les lois physiques, elle était plutôt le fruit d'une **déduction logique**. Personne n'avait jamais **vu d'atomes...** alors **comment y croire ?**

Sir **Joseph John Thomson** (1856-1940) physicien anglais, reçut en 1906 le **prix Nobel de physique** pour son travail sur la **conduction de l'électricité par les gaz**. S'appuyant sur les travaux du britannique **Crookes** (1832-1919), **Thomson** est à l'origine de la découverte de l'**électron** par ses expérimentations sur les **flux de particules** (électrons)



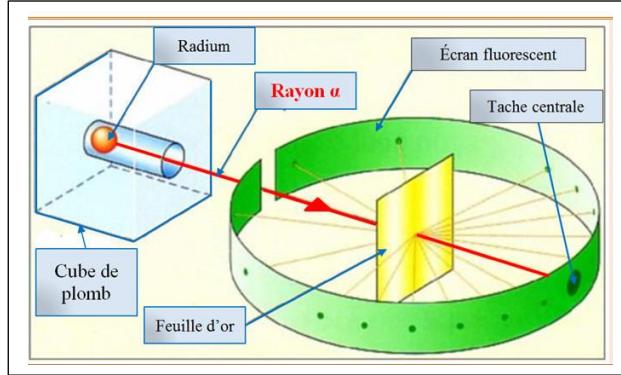
ELEMENTS	
Hydrogen	Strontian
Azote	Barytes
Carbon	Iron
Oxygen	Zinc
Phosphorus	Copper
Sulphur	Lead
Magnesia	Gold
Lime	Silver
Soda	Platinum
Potash	Mercury



créés par des **rayons cathodiques**. Théoricien et expérimentateur, Thomson avança en 1898 la théorie du « **plum-pudding** » ou « **pain aux raisins** » sur la **structure atomique**, dans laquelle les électrons sont considérés comme des « **raisins** » **négatifs enfoncés** dans un « **pain** » de **matière positive**. On appelle souvent le **modèle de Thomson**.

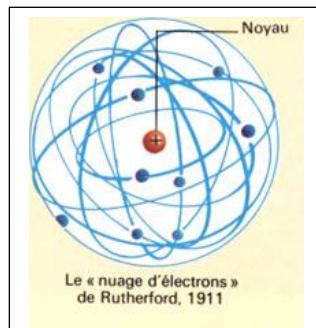


Lord Ernest **Rutherford** (1871-1937) physicien britannique, fut, en 1908, lauréat du **prix Nobel** de chimie pour ses découvertes sur la **structure de l'atome**. En bombardant une mince **feuille d'or** avec des **particules alpha** (chargées), il observa que la **plupart** des particules traversaient la feuille **sans être déviées**, alors que **certaines** (1/30000) étaient **détournées**.



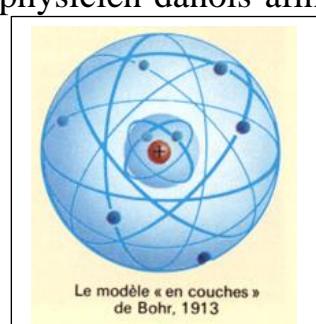
Le nouveau modèle de l'atome avait les caractéristiques suivantes :

- L'atome est surtout constitué de **vide** (la plupart des particules traversent la feuille d'or comme s'il n'y avait pas d'obstacle)
- Au **centre de l'atome** doit se trouver une **masse importante positive** (que Rutherford appela **noyau**) puisque les particules sont **déviées** en traversant la feuille d'or (les mêmes charges se **repoussent**). Ce noyau doit être **extrêmement petit et dense** puisqu'une très petite proportion des particules rebondit directement. L'atome est **neutre**, il y a autant de **charges positives** que de **charges négatives**. **Les charges négatives gravitent autour du noyau comme les planètes autour du soleil** dont le **diamètre d'atomes** est supérieur à 100 000 fois le diamètre de leurs noyaux.



Le modèle de Rutherford fut modifié par Niels **Bohr** (1885-1962) physicien danois afin de le rendre conforme aux nouvelles découvertes.

Bohr obtint le **prix Nobel** en 1922, pour sa contribution à la **physique nucléaire** et à la compréhension de la **structure atomique**. Son travail s'inspira du **modèle nucléaire** de l'atome de Rutherford, dans lequel **l'atome est considéré comme un noyau compact entouré d'un essaim (سرب) d'électrons** dans des **orbites circulaires** qui sont **distribuées en discontinuités**.



Cependant, ce modèle a été largement critiqué : sur la base des recherches de Schrödinger (1887-1961) et De Broglie (1892-1987), le **modèle actuellement adopté de l'atome** est **un noyau chargé positivement entouré par un nuage électronique**.

a- Qui a découvert l'électron ?

En 1897, Thomson découvre le premier composant de l'atome, particule de charge électrique négative : c'est l'électron .

b- Quel est le modèle d'atome proposé par J.J. Thomson ?

En 1904, le premier modèle d'atome, surnommé depuis "le pudding de Thomson".

Il imagine l'atome comme une sphère remplie d'une substance électriquement positive et fourrée d'électrons négatifs "**comme des raisins dans un cake**".

c- Que déduit Rutherford de son expérience ?

Rutherford déduit que :

- ⊕ L'atome est surtout constitué de **vide** (la plupart des particules traversent la feuille d'or comme s'il n'y avait pas d'obstacle).
- ⊕ Au **centre de l'atome** doit se trouver une **masse importante positive** (que Rutherford appela **noyau**) puisque les particules sont déviées en traversant la feuille d'or (les **mêmes charges se repoussent**). Ce noyau doit être extrêmement **petit et dense** puisqu'une très petite proportion des particules rebondit directement.

d- Quel est le modèle d'atome proposé par Rutherford ?

L'atome est **neutre**, il y a autant de charges positives que de charges négatives. Les **charges négatives** gravitent autour du **noyau** comme **les planètes** autour du **soleil**.

2- Résumé :

↳ **Démocrite** (vers 460-370 av. J.-C.) est pensait que la matière était composée de minuscules particules **indivisibles** et **invisibles** (atomes : qu'on ne peut diviser). Sa théorie n'était basée que sur des **hypothèses**.

↳ **Joseph Dalton**, en 1808, savait que la masse **se conservait** au cours d'une **réaction chimique** et pour expliquer ce fait il poser les hypothèses suivantes :

- la matière est constituée d'**atomes identiques**.
- Les éléments chimiques se différencient par des atomes de **masses différentes**.

↳ **J.J. Thomson**, en 1897 découvre le premier composant de l'atome : l'**électron**, particule de charge électrique **négative**.

↳ En 1904, premier modèle d'atome, surnommé depuis "**le pudding de Thomson**". Il imagine l'atome comme une **sphère** remplie d'une substance électriquement **positive** et fourrée d'électrons **négatifs** "**comme des raisins dans un cake**".

↳ En 1910, **Ernest Rutherford** met au point une expérience (bombardement d'une très fine feuille d'or) qui lui permet de conclure que :

- L'existence d'un très petit **noyau** situé au centre de l'atome, qui est **chargé positivement** et contient la **majorité de la masse** de l'atome.
- l'**atome** ressemble au **système soleil** et les **planètes** où des **électrons** tournent autour d'un **noyau** (le soleil).
- le **noyau** contient des **protons positifs**, et les **électrons** sont **négatifs** .

Donc **la matière** est caractérisée par une **structure lacunaire** tel que $\frac{d_A}{d_N} = 10^5$.

↳ 1913 - Modèle de **Bohr** : les **électrons** tournent autour du **noyau** dans des **orbites circulaires** qui sont **distribuées en discontinuités**; il explique les **spectres de raies**.

↳ En 1932, **Chadwick** découvre le **neutron**.

le **noyau** est composé de **nucléons**. Ces nucléons sont de deux sortes :

- de charge **positive**, c'est un **proton**.
- de charge **neutre**, c'est un **neutron** .

↳ Les chercheurs récents (**Schrödinger**) ont découvert qu'il est **impossible de connaître précisément la position des électrons** : ils n'ont pas de **trajectoire** bien définie. Les électrons forment un **nuage électronique**.

II – Structure de l'atome :

1 – Les électrons :

Un **électron** e^- est une **particule** très peu massive ($m_{e^-} = 9,109 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$) et pourvue d'une **charge électrique négative** de $q_{e^-} = -e = -1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$ avec e la **charge élémentaire** tel que : $e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$.

Le **Coulomb** est l'**unité de charge électrique** dans (SI).

2 – Le noyau :

Il est constitué de **particules élémentaires** : les **protons** P et les **neutrons** n désignés sous le nom de **nucléons**.

Le **proton** P est une particule élémentaire de masse ($m_P = 1,673 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$) et porte une **charge électrique positive** de même valeur absolue que celle de l'électron ($q_P = e = 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ C}$).

Le **neutron** n est une particule élémentaire de masse ($m_n = 1,675 \cdot 10^{-27} \text{ kg}$) et électriquement **neutre** ($q_n = 0 \text{ C}$).

3 – Notation symbolique du noyau :

On convient de représenter le noyau d'un atome (et lui-même) par le symbole :

$$\begin{matrix} A \\ Z \end{matrix} X$$
 tel que
$$\begin{cases} A : \text{Nombre de nucléons} \\ Z : \text{Numéro atomique} \end{cases}$$
 avec :

- ➊ X représente un **élément chimique**.
- ➋ Z (**nombre atomique ou nombre de charge**) représente **le nombre de protons** dans le noyau d'un atome.
- ➌ A (**nombre de nucléons ou nombre de masse**) représente **la somme du nombre de protons et de neutrons** du noyau de l'atome.

Remarque : Si l'on note N le **nombre de neutrons** du noyau, alors : $N = A - Z$.

EXEMPLE :

L'atome	Symbol	numéro atomique Z	nombre de nucléons A	nombre de neutrons N
Hydrogène H	${}_1^1H$	1	1	0
Sodium Na	${}_11^{23}Na$	11	23	12
Lithium Li	${}_3^7Li$	3	7	4
Carbone C	${}_6^{12}C$	6	12	6

4 – Neutralité électrique (ou électroneutralité) de l'atome :

L'ATOME EST UN ÉDIFICE (مبني) ÉLECTRIQUEMENT NEUTRE.

Le **noyau** comporte **Z protons** de charge électrique e . Sa **charge électrique totale** est donc $Q_{\text{noyau}} = +Z \cdot e$.

Le **nuage électronique** comporte **Z électrons** de charge électrique $-e$. Sa **charge électrique totale** est $Q_{\text{nuage}} = -Z \cdot e$.

De telle sorte que la **charge électrique totale** de l'atome est **nulle**.

$Q_{atome} = Q_{noyau} + Q_{nuage} = +Z.e - Z.e = 0 C$ Z représente donc aussi le nombre d'électrons de l'atome

5 – Masse de l'atome :

La **masse de l'atome** est la somme de la masse de ses **différents constituants** :

$m(A) = Zm_p + (A - Z)m_n + Zm_{e^-}$. Si on **néglige** la masse des électrons devant celle des protons (soit $m_p \approx m_n \approx 1836 m_{e^-}$) alors la **masse approchée de l'atome** est égale à : $m(atome) \approx m(no\!yau) \approx Am_{nucléon}$

LA MASSE DE L'ATOME EST CONCENTRÉE DANS SON NOYAU.

EXEMPLE :

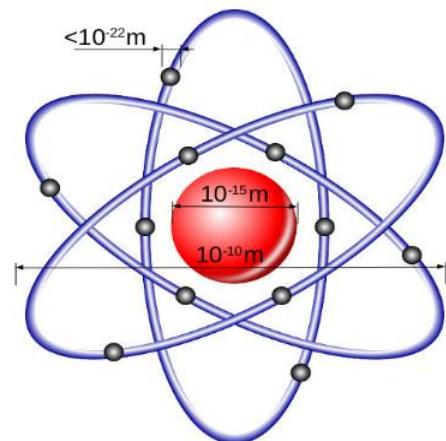
Atome	Symbol	Z	A	Masse de l'atome en Kg
Chlore	$^{35}_{17}Cl$	17	35	$m(Cl) \approx 35 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 5,84 \cdot 10^{-26}$
Cuivre	$^{63}_{29}Cu$	29	63	$m(Cu) \approx 63 \times 1,67 \cdot 10^{-27} = 1,05 \cdot 10^{-25}$

6 – Dimension de l'atome :

Le **noyau** est assimilé à une **boule dense** constituée des **nucléons** et dont **son rayon r_N** est de l'ordre de **$1 fm = 10^{-15} m$** .

L'**atome** est assimilé à une **sphère** dont **son rayon r_A** est voisin de celui des orbites décrites par les électrons en mouvement, r_A est de l'ordre de **$0,1 nm = 10^{-10} m$** . Le rapport du rayon de l'atome au rayon du noyau est :

$$\frac{r_A}{r_N} = \frac{10^{-10}}{10^{-15}} = 10^5$$



L'**atome** est essentiellement constitué de **vide**. Ce qui explique sa structure **lacunaire**.

III – L'élément chimique :

1 – Isotopes :

On appelle **atomes isotopes** les **ensembles d'atomes caractérisés par le même numéro atomique Z et des nombres de nucléons A différents**. Ce sont donc des **ensembles d'atomes qui ne diffèrent que par le nombre de leurs neutrons**.

L'**abondance naturelle** est le pourcentage en nombre d'atomes de chacun des isotopes tel que trouvé dans la nature.

Nom d'Isotope	Z	Symbol	Abo. natu	Nom d'Isotope	Z	Symbol	Abo. natu
Hydrogène 1	1	1_1H	99,98%	Carbone 12	6	$^{12}_6C$	98,9%
Hydrogène 2	1	2_1H	0,02%	Carbone 13	6	$^{13}_6C$	1,1%
Hydrogène 3	1	3_1H	$10^{-4}\%$	Carbone 14	6	$^{14}_6C$	Très faible

2 – Ions monoatomique :

Un **ion monoatomique** est un atome qui a **perdu** ou **gagné** un (ou plusieurs) **électron(s)**. L'**ion positif** est appelé **cation** et L'**ion négatif** est appelé **anion**.

EXAMPLE :

Ion	Atome	Charge d'ion	Z	A	N	Nbre d'e ⁻
Sodium $^{23}_{11}Na^+$	$^{23}_{11}Na$	+e	11	23	12	10
Cuivre I $^{63}_{29}Cu^+$	$^{63}_{29}Cu$	+e	29	63	34	28
Cuivre II $^{63}_{29}Cu^{2+}$	$^{63}_{29}Cu$	+2e	29	63	34	27
Aluminium $^{27}_{13}Al^{3+}$	$^{27}_{13}Al$	+3e	13	27	14	10
Fluorure $^{18}_{9}F^-$	$^{18}_{9}F$	-e	9	18	9	10
Chlorure $^{35}_{17}Cl^-$	$^{35}_{17}Cl$	-e	17	35	18	18
Sulfure $^{32}_{16}S^{2-}$	$^{32}_{16}S$	-2e	16	32	16	18
Nitrure $^{14}_{7}N^{3-}$	$^{14}_{7}N$	-3e	7	14	7	10

Remarque :

Composés ioniques est électriquement neutre, c'est-à-dire qu'il contient autant de charges positives apportées par les cations que de charges négatives apportées par les anions. Le nom de composé ionique est consisté d'un nom d'anion en premier, suivi du cation.

Les Ions	Nom de Composés ioniques	Formule chimique
Na^+, Cl^-	Chlorure de sodium	$NaCl$
Cu^+, O^{2-}	Oxyde de cuivre I	Cu_2O
Cu^{2+}, S^{2-}	Sulfure de cuivre II	CuS
Cu^{2+}, NO_3^-	Nitrate de cuivre II	$Cu(NO_3)_2$
Al^{3+}, SO_4^{2-}	Sulfate d'Aluminium	$Al_2(SO_4)_3$
Ca^{2+}, F^-	Fluorure de calcium	CaF_2

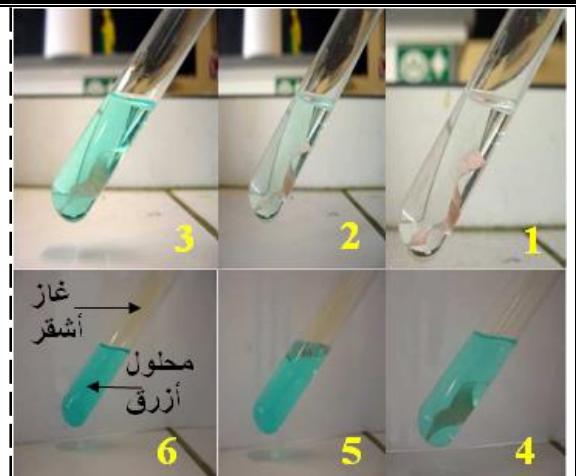
3 – L'élément chimique :

3-1- Activité :

Exp 1: Effet de l'acide nitrique (HNO₃) sur le cuivre métallique.

Placer un morceau de **tournure de cuivre Cu** dans un **tube à essai** et on ajoute, sous la hotte, la **solution d'acide nitrique (H⁺, NO₃⁻)** et après un temps, nous remarquons :

- * La libération d'un gaz toxique de couleur **roux** c'est le **dioxyde d'azote NO₂** .
- * La **solution** prend la couleur **bleue**.
- * La **disparition totale** du **tour de cuivre** lors de l'ajout d'une quantité suffisante d'acide nitrique.



Exp2 : Précipitation de l'élément chimique formé lors de la 1^{ère} expérience.

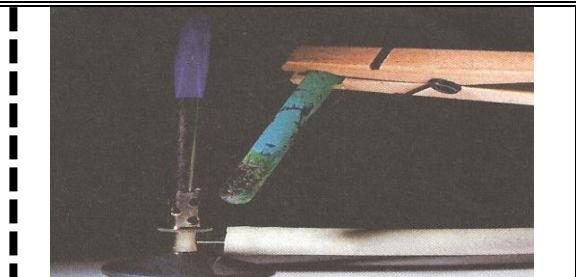
Dans un **tube à essai**, on met une quantité de la **solution obtenue** dans l'expérience précédente (**solution de nitrate de cuivre II**) et on ajoute une petite quantité de **solution d'hydroxyde de sodium (Na⁺, HO⁻)**.

Nous remarquons : Un **précipité bleu**, c'est l'**hydroxyde de cuivre II Cu(OH)₂**.



Exp 3: Retirer l'eau de l'hydroxyde de cuivre II.

On Filtre le **précipité** obtenu à l'expérience 2 à l'aide de **papier filtre** puis on met le **corps obtenu** $Cu(OH)_2$ dans un **tube à essai** et on **le chauffe**. Nous remarquons : La **formation** d'un **corps noir** c'est l'**oxyde de cuivre II** CuO .



Exp 4 : Réaction de l'oxyde de cuivre II avec du carbone.

Nous chauffons un mélange de **CuO** obtenu dans l'expérience 3 et le **carbone C** dans un **tube à essai**.

Nous remarquons :

- * **La libération** de gaz incolore **embrouille l'eau de chaux**.
- * **La formation** d'un **corps solide** de couleur **rouge brique**.



a- Quelle est la **couleur** du métal de cuivre ? **Décrire** ce qui arrive au cuivre dans l'expérience 1.

Le **métal de cuivre** est caractérisé par la couleur **rouge-orangée**. La **disparition totale** de cuivre métallique et **l'apparition de la couleur bleue** indiquent la transformation du **copper métallique** en **ion de cuivre II**.

b- Identifier l'**élément chimique** mis en évidence par l'indicateur dans l'expérience 2, **décrire** ce qui arrive au cuivre dans l'expérience 2.

La **formation** d'un **précipité bleu** (l'**hydroxyde de cuivre II** $Cu(OH)_2$) indique que l'**ion de cuivre II** est présent dans la **solution** et que le **copper** est converti de l'**ion de cuivre II** en **solution** à l'**ion de cuivre II** dans le **complexe ionique hydroxyde de cuivre II** $Cu(OH)_2$.

c- Expliquer l'effet du **chauffage** sur l'**hydroxyde de cuivre II** $(OH)_2$, qui est transformé en **oxyde de cuivre II** CuO .

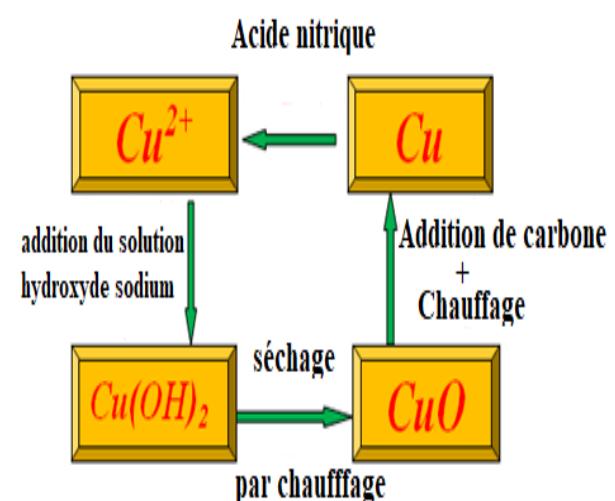
Le **chauffage** a conduit à l'**élimination de l'eau** de l'**hydroxyde de cuivre II** $Cu(OH)_2$.

d- Qu'est-ce qui montre l'**embrouille d'eau de chaux** ? Quel est le corps rouge brique formé ?

Embrouille de l'eau de chaux indique la formation de dioxyde de carbone CO_2 et le corps de couleur rouge brique formé est le métal de cuivre .

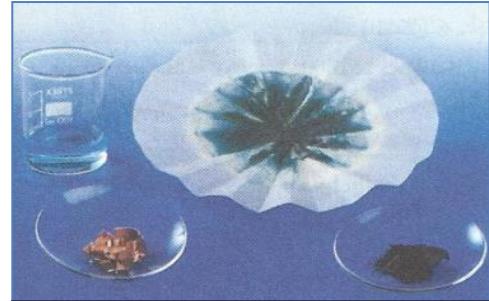
e- Compléter le schéma suivant, que déduisez-vous à travers ces transformations successives?

Au cours de ces **transformations** successives, l'**élément en cuivre** a été **conservé** malgré l'**aspect différent**.



3-2- Résumé :

- Un **élément chimique** est l'ensemble des particules (atome isolé, molécule, ion...) caractérisés par un **nombre défini de protons Z** dans leur noyau.
- Au cours des **transformations chimiques**, il y a un changement dans l'**identité des objets réactifs** sans modification des **éléments chimiques**. En général, nous disons, **les éléments chimiques sont conservés au cours des transformations chimiques**.



Différents aspects de l'élément en cuivre

Antoine Laurent de Lavoisier
«Rien ne se perd, rien ne se crée, tout se transforme»

III – Répartition des électrons d'un atome :

1 – Couches électroniques :

Les électrons d'un atome se **répartissent** dans des **couches électroniques**. Chaque **couche électronique** est repérée par une lettre **K, L, M** pour les atomes **$Z \leq 18$** .

2 – Règles de remplissage des couches électroniques :

Première règle : Une **couche électronique** ne peut contenir qu'un **nombre limité** d'électrons.

- ✓ **La couche K** (première couche) peut contenir un maximum de **2** électrons.
- ✓ **La couche L** (deuxième couche) peut contenir un maximum de **8** électrons.
- ✓ **La couche M** (troisième couche) peut contenir un maximum de **8** électrons (seulement pour les éléments tels que **$Z \leq 18$**).

Deuxième règle : Le **remplissage** des couches électroniques s'effectue en **commençant** par la couche K. Lorsqu'elle est **saturée** on remplit la couche L et ainsi de suite.

REMARQUE : Lorsqu'une couche est **pleine** on dit qu'elle est **saturée**.

3 – Structure électronique de l'atome :

Définition : *La structure électronique de l'atome décrit la distribution des électrons de cet atome dans différentes couches.*

La structure électronique est composée des **lettres** correspondant aux **couches K, L, M**. Les **lettres** sont écrites **entre parenthèse**. On indique le **nombre d'électrons** qu'elles contiennent en **exposant haut à droite**.

REMARQUE :

- La **dernière couche** de la structure électronique contenant des électrons est appelée la **couche externe**.
- Les **autres couches** occupées par des électrons sont nommées **couches internes**.
- Les **couches externes** jouent un grand rôle dans **la chimie**, car ce sont elles qui **entrent dans les réactions** et contiennent des électrons appelés **électrons de valence**.

L'atome ou l'Ion	Z	Structure électronique
Hydrogène ${}_1^1H$	1	$(K)^1$
Sodium ${}_11^{23}Na$	11	$(K)^2(L)^8(M)^1$
Lithium ${}_3^7Li^+$	3	$(K)^2$
Fluorure ${}_9^{18}F^-$	9	$(K)^2(L)^8$
Aluminium ${}_13^{27}Al^{3+}$	13	$(K)^2(L)^8$
oxyde ${}_8^{16}O^{2-}$	8	$(K)^2(L)^8$
Chlore ${}_17^{35}Cl$	17	$(K)^2(L)^8(M)^7$
Magnésium ${}_12^{24}Mg^{2+}$	12	$(K)^2(L)^8$